Exercice N°3 :

Par dissolution de chacune des deux bases B_1 et B_2 séparément dans l'eau, on prépare deux solutions S_1 et S_2 de concentrations molaires respectives $C_1 = 10^{-3}$mol.L^{-1}et $C_2 = 6{,}4.10^{-2}$mol.L^{-1} de même **pH=11**.

1°) Calculer la concentration molaire de chacune des deux solutions en ions hydroxyde.

2°) Comparer les forces des deux bases.

3°) Une des deux bases est forte. Laquelle ? Justifier la réponse.

4°) On dilue **100** fois la solution de base forte. Etablir l'expression du **pH** de la solution en fonction du pK_e et la concentration initiale **C** de la solution. Calculer la valeur du pH de la solution obtenue.

5°) On dilue **100** fois la solution de base faible. Etablir l'expression de la constante d'acidité K_a du couple BH^+/B en fonction du **pH**, pK_e et la concentration initiale **C** de la solution. Calculer le pK_a du couple acide/base sachant que le **pH** de la solution diluée vaut **10**.

Exercice N°4 :

1°) Etablir l'expression du pH d'un monoacide faible en fonction de sa concentration initiale et de son pK_a en considèrent qu'il est faiblement ionisé.

2°) On considère une solution S_1 obtenue en dissolvant **0,1 mole** d'un acide **AH** dans l'eau de manière à obtenir **1 litre** de la solution.

A un prélèvement de **100 cm^3** de cette solution on ajoute **900 cm^3**de l'eau pure. On obtient la solution S_2.

Par ailleurs, on place 10**cm^3**de la solution S_1 dans une fiole jaugée de 1 litre et on complète jusqu'au trait de jauge par de l'eau distillée ; soit S_3 la solution obtenue. La mesure au pH-mètre du pH de ces trois solutions a conduit aux valeurs suivantes :

Solution	S_1	S_2	S_3
pH	2,9	3,4	3,9

a- Déterminer la concentration initiale de l'acide AH dans chacune de ces trois solutions. Que peut-on conclure des valeurs du pH observé ?

b- Déterminer les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution S_2.

c- Calculer le taux final pour les trois solutions S_1, S_2 et S_3. Interpréter qualitativement la variation observée.